## 반응

1 반응속도 2 평형 2.1 가역 반응 2.2 비가역 반응 3 산과 염기 3.1 정의 3.2 산 3.3 염기 3.4 염 4 적정, 완충 용액 4.1 적정 4.2 완충용액 5 열 5.1 엔탈피

#### 1반응속도

5.2 헤스 법칙

 $aA + bB \rightarrow cC + dD$ 

 $v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} = k[A]^{m}[B]^{n}$ 단일단계 반응에서는 m, n이 반응 계수와 같지만, 일반적으로 실험값을 사용해야 한다.

 $\mathbf{k} = \mathbf{A} \mathrm{e}^{-rac{E_a}{RT}}$  (아레니우스 식)

0차 반응

 $[A]_t = [A]_0 - kt$ 농도  $\mathrm{t}_{1/2}=rac{[\mathrm{A}]_0}{2\mathrm{k}}$ 반감기

1차 반응  $[\mathrm{A}]_{\mathrm{t}} = [\mathrm{A}]_{\mathrm{0}} \mathrm{e}^{-\mathrm{k}\mathrm{t}}$ 농도

 $\mathrm{t}_{1/2}=rac{\ln 2}{\mathrm{k}}$ 

 $\mathrm{t}_{1/2}=rac{2}{\mathrm{k}[\mathrm{A}]_0}$ 

 $[\mathbf{A}]_{\mathrm{t}} = [\mathbf{A}]_0 - rac{1}{\mathrm{kt}}$ 

반감기 2차 반응

농도

반감기

 $\bar{v} \propto \sqrt{\mathrm{T}}$ 

촉매

 $\Rightarrow rac{v_2}{v_1} = \sqrt{rac{303K}{293K}} pprox 1.017$ 온도가  $10^{\circ}$ C 변해도 속도는 약 1.7% 정도 증가한다.

즉, 반응속도는 평균 속도가 아닌 속도 분포의 영향을 받는다.

또한, 촉매의 양이 반응속도에 영향을 끼칠 수 있다.

k[A][B] → k[A][B][촉매] 아레니우스 식과 반응 속도의 비가 평형상수임을 이용하면 촉매로 인 평형에 영향을 끼

촉매는 반응 메커니즘을 변화시켜 활성화에너지를 낮추고, 반응 속도를 빠르게 한다.

촉매는 반응 전 후의 수가 같기 때문에, 촉매



치지 못함을 알 수 있다.

### 3 산과 염기

3.1 정의

 $\mathrm{H^+}$  /  $\mathrm{OH^-}$ 아레니우스 브뢴스테드-로우리 양성자 주개 / 받개 루이스 비공유 전자쌍 받개 / 주개

3.2 산

수소보다 반응성이 큰 금속과 반응하여 수소 기체를 발생시킨다. 탄산염과 반응하여 이산화탄소 기체를 발생시킨다.

3.3 염기

 $HClO_3$ 

단백질을 녹이는 성질이 있다. 이온화도가 높을수록 강한 산/염기이다.

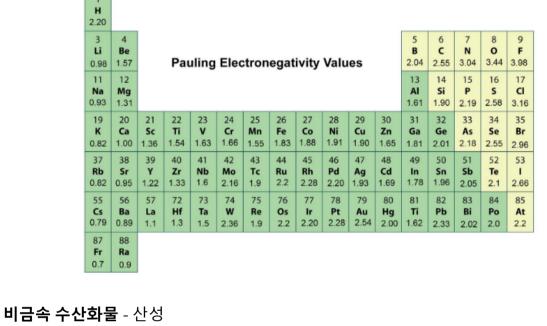
⇒ 같은 몰 농도의 수용액에서 전류의 세기가 강할수록 강산이다.

강산 강염기 HClLiOH

⇒ 금속과의 반응에서 수소 기체가 활발하게 발생한다.

 $\operatorname{HBr}$ NaOH  $_{
m HI}$ KOH  $\mathrm{H_2SO_4}$  $\mathrm{HNO}_3$  $HClO_4$ 

HF의 경우 두 원자 사이의 결합 에너지가 크므로 잘 결합이 끊어지지 않아 약산이다.



#### 전기음성도가 비금속 원소는 해리될 때 산소와 결합한 수소가 떨어져 나가 산으로 작용 한다.

붕산( $H_3BO_3$ )의 경우, 붕소 원자가 옥텟 결핍에 해당하여 루이스 산으로 작용한다.

금속 수산화물 - 염기성 수소에 비해 전기음성도가 작은 금속 원소는 해리될 때 하이드록시기가 떨어져나가 염

기로 작용한다.

X가 H보다 전기음성도가 큰 경우 산으로 작용하고, 그렇지 않은 경우 염기로 작용한다. 두 종류 이상의 산소산 음이온이 존재하는 경우, 산소 원자를 가장 적개 포함하는 이온

산소산(HOX) - X의 전기음성도에 따라 산·염기의 세기가 결정된다.

은 hypo-, 가장 많이 포함하는 이온은 per-를 붙인다. ClO-: 차아염소산  ${
m ClO_4^-}$  - 과염소산

수소산(HX) - X가 클수록 결합 길이가 길어져 이온화도가 큰, 강한 산·염기가 된다.

짝산과 짝염기

반응식에서  $\mathbf{H}^+$ 의 이동에 의하여 산과 염기로 되는 한 쌍의 물질을 짝산-짝염기라 한다. 양쪽성 물질

 ${
m H}^{+}$ 를 내놓을 수도 있고, 받을 수도 있는 물질 3.4 염

약산 약염기의 짝 → 염기성 염, 산성 염 강산 강염기의 짝 → 중섬 염(가수분해 x)

예시)



#### 5.1 엔탈피 반응이 일어나기 위해서는 $\mathbf{E}_{\mathrm{a}}$ 이상의 에너지가 필요

# $\Delta H = \sum H_P - \sum H_R$

중화 반응의 알짜 이온 반응식은 동일하기 때문에, 중화 엔탈피는 일정하다.

생성 엔탈피 결합을 끊어내고, 이를 결합시킬 때 필요한 엔탈피  $\Delta H = \sum H_P - \sum H_R = \sum D_R - \sum D_P$ 

결합 엔탈피

기체 상태의 분자의 결합 1mol을 끊어낼 때 필요한 에너지  $\Delta H = \sum H_R - \sum H_P$ 열화학 반응식 상태,  $\Delta H$ , 계수 표기

 $\mathrm{R} 
ightarrow \mathrm{P} \quad \Delta \mathrm{H} > 0$  (흡열) 반응열

 $\mathrm{R} 
ightarrow \mathrm{P} - \mathrm{Q}$  (흡열) 반응열은 통열량계를 통해 측정할 수 있다.  $\mathrm{Q}=\mathrm{cm}\Delta\mathrm{t}$ 

5.2 헤스 법칙

 $\Delta H_{
m B해} < \Delta H$ 기화 홑원소 물질에서  $\Delta {
m H_f^{\circ}}=0$ 

#### 물질의 안정성 • 속도론적 관점

물질의 반응속도가 느려 쉽게 다른 물질로 변하지 않는다. • 열역학적 관점

물질의 에너지가 낮아 다른 상태로 전이하지 않는다.

2.1 가역 반응

2 평형

정반응과 역반응이 모두 일어날 수 있는 반응

가역 반응에서 정반응 속도와 역반응 속도가 같아져서 겉으로 보기에는 반응이 일어나 지 않는 상태를 **동적 평형**이라고 한다.

평형 상수(K)

일정한 온도에서 가역 반응이 평형 상태에 있을 때 반응물의 농도곱과 생성물의 농도곱 의 비( $\mathbf{K}_{c}$ )는 일정하다.

기체의 경우 압력을 통해 평형상수 $(K_p)$ 를 나타내기도 한다. 르샤틀리에 원리

가역 반응이 평형 상태에 있을 때 농도, 압력, 온도의 조건을 변화시키면 화학계는 그 변 화를 감소시키는 방향으로 평형이 이동하여 새로운 평형에 도달한다.

온도가 낮아지는 경우, 반응을 통해 물질이 가진 화학 에너지를 열 에너지로 변환하여 온도를 다시 높이기도 한다.

 $\bigcirc$  EX)  $NaHCO_3$  수용액에서,

전하 균형식: 평형 상태에서 이온들의 전하량의 합은 0이 된다.  $[\mathrm{H^+}] + [\mathrm{Na}]^+ = [\mathrm{OH^-}] + [\mathrm{HCO_3^-}] + 2 imes [\mathrm{CO_3^{2-}}]$ 질량 균형식

 $[\mathrm{Na^+}] = [\mathrm{H_2CO_3}] + [\mathrm{HCO_3^-}] + [\mathrm{CO_3^{2-}}]$ 

#### 비가역 반응의 예

2.2 비가역 반응

- 기체 발생 반응
- 앙금 생성 반응
- 산과 염기의 중화 반응 • 연소 반응

## 4 적정, 완충 용액

4.1 적정

강산, 강염기 사용 시 종말점에 도달하고 나면 pH가 급격하게 변해 지식약 등을 통해 구 분하기 쉬워 일반적으로 강산, 강염기를 통해 적정한다.

4.1.1 산화-환원 적정

4.1.2 산 염기 적정

4.2 완충용액

강산, 강염기 중화반응에서 전류의 세기가 가장 작을 때가 중화점이다.

완충용액 제조

 $\mathrm{pKa} = -\mathrm{log}rac{[\mathrm{H}^+][\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{HA}]}$ 임을 통해 다음을 알 수 있다:  $m pH = pKa + lograc{[A^-]}{[HA]}$ 핸더슨-하셀바흐 식

산이나 염기가 첨가되어도 pH가 거의 변하지 않는 용액

1.  $[\mathbf{H}\mathbf{A}]=[\mathbf{A}^-]$ 인 반당량점에서 완충용량이 가장 크기 때문에, pKa가 목표 pH와 비슷한 완충계를 선택한다. 2. 활동도가 1이 아니므로 예상 pH와 다를 수 있으므로 목표 pH에 맞추어 완충용액을

적정한다.

$$\bigcirc$$
 EX) 아세트산 완충계(pH=4.5)  $\mathrm{CH_3COOH} \supseteq \mathrm{pK_a} = 4.756$   $\mathrm{pH} = -\log \frac{[\mathrm{H}^+][\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{HA}]} + \log \frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{HA}]}$   $\Longrightarrow \log \frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{HA}]} = 4.5 - 4.756 = -0.256$   $\therefore \frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{HA}]} = 0.77$ 

완충 효과 계산